

Legge periodica

Le proprietà chimiche degli elementi sono funzione periodica del numero atomico.

Gli elementi di una colonna hanno la stessa configurazione elettronica esterna

Ogni riga della tavola periodica corrisponde al riempimento di un nuovo livello.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
periodi I	gruppi																	VIII	
1	H ¹	II										III			IV	V	VI	VII	He ²
2	Li ³	Be ⁴											B ⁵	C ⁶	N ⁷	O ⁸	F ⁹	Ne ¹⁰	
3	Na ¹¹	Mg ¹²	metalli di transizione										Al ¹³	Si ¹⁴	P ¹⁵	S ¹⁶	Cl ¹⁷	Ar ¹⁸	
4	K ¹⁹	Ca ²⁰	Sc ²¹	Ti ²²	V ²³	Cr ²⁴	Mn ²⁵	Fe ²⁶	Co ²⁷	Ni ²⁸	Cu ²⁹	Zn ³⁰	Ga ³¹	Ge ³²	As ³³	Se ³⁴	Br ³⁵	Kr ³⁶	
5	Rb ³⁷	Sr ³⁸	Y ³⁹	Zr ⁴⁰	Nb ⁴¹	Mo ⁴²	Tc ⁴³	Ru ⁴⁴	Rh ⁴⁵	Pd ⁴⁶	Ag ⁴⁷	Cd ⁴⁸	In ⁴⁹	Sn ⁵⁰	Sb ⁵¹	Te ⁵²	I ⁵³	Xe ⁵⁴	
6	Cs ⁵⁵	Ba ⁵⁶	La ⁵⁷	Hf ⁷²	Ta ⁷³	W ⁷⁴	Re ⁷⁵	Os ⁷⁶	Ir ⁷⁷	Pt ⁷⁸	Au ⁷⁹	Hg ⁸⁰	Tl ⁸¹	Pb ⁸²	Bi ⁸³	Po ⁸⁴	At ⁸⁵	Rn ⁸⁶	
7	Fr ⁸⁷	Ra ⁸⁸	Ac ⁸⁹																
lantanidi			Ce ⁵⁸	Pr ⁵⁹	Nd ⁶⁰	Pm ⁶¹	Sm ⁶²	Eu ⁶³	Gd ⁶⁴	Tb ⁶⁵	Dy ⁶⁶	Ho ⁶⁷	Er ⁶⁸	Tm ⁶⁹	Yb ⁷⁰	Lu ⁷¹			
attinidi			Th ⁹⁰	Pa ⁹¹	U ⁹²	Np ⁹³	Pu ⁹⁴	Am ⁹⁵	Cm ⁹⁶	Bk ⁹⁷	Cf ⁹⁸	Es ⁹⁹	Fm ¹⁰⁰	Md ¹⁰¹	No ¹⁰²	Lr ¹⁰³			

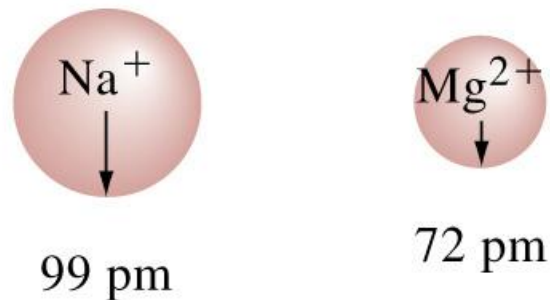
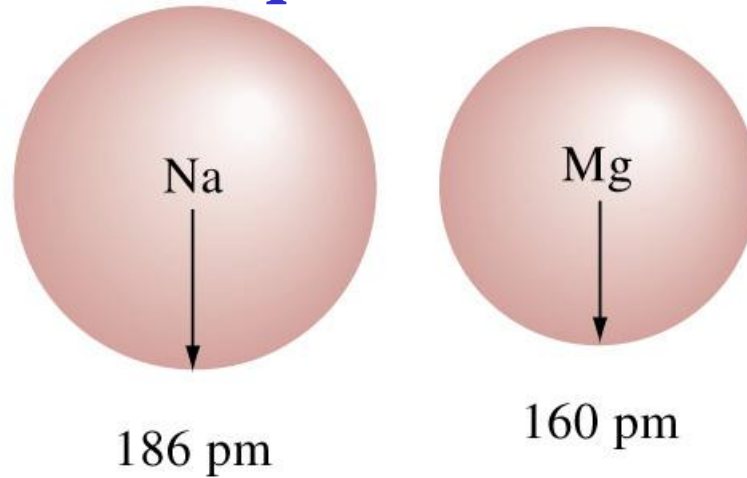
Gli elementi a sinistra della tavola periodica cedono elettroni fino a raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile più vicino.

	1	2	13	14	15	16	17	18
H^+	H							He
He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ar	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Kr	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

Gli elementi a destra della tavola periodica acquistano elettroni fino a raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile più vicino.

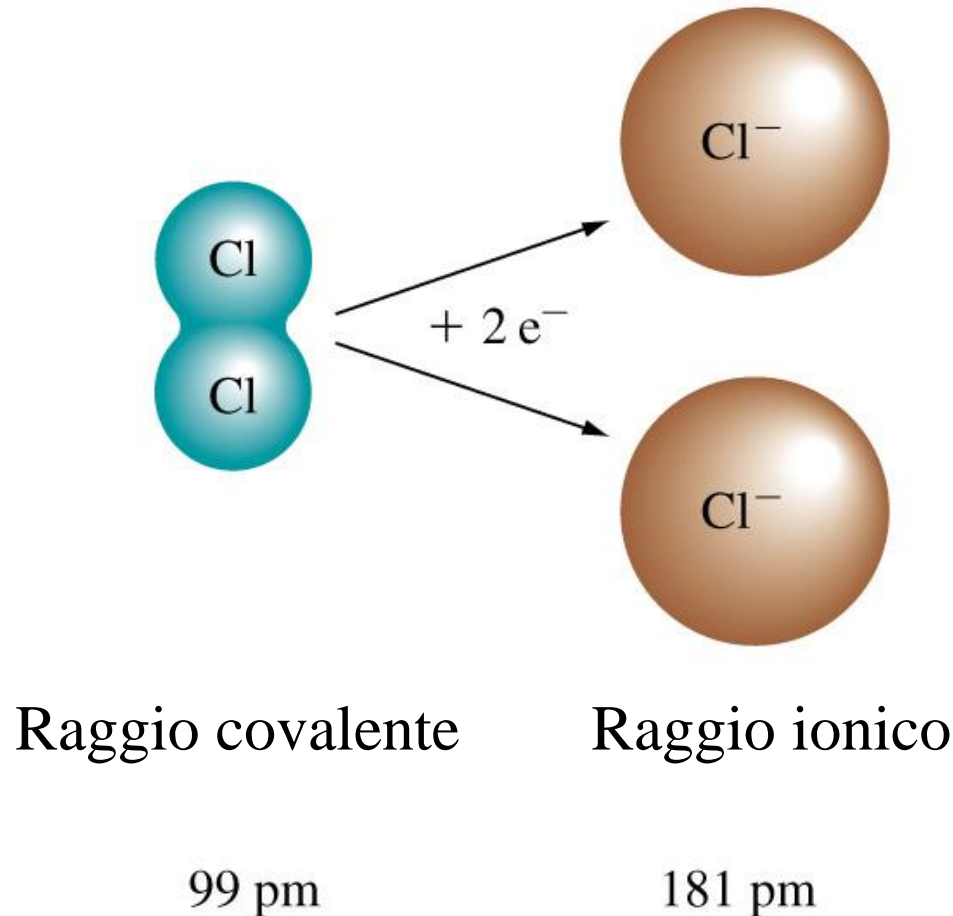
1	2	13	14	15	16	17	18
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

Gli ioni hanno dimensioni diverse da quelle degli atomi dai quali derivano



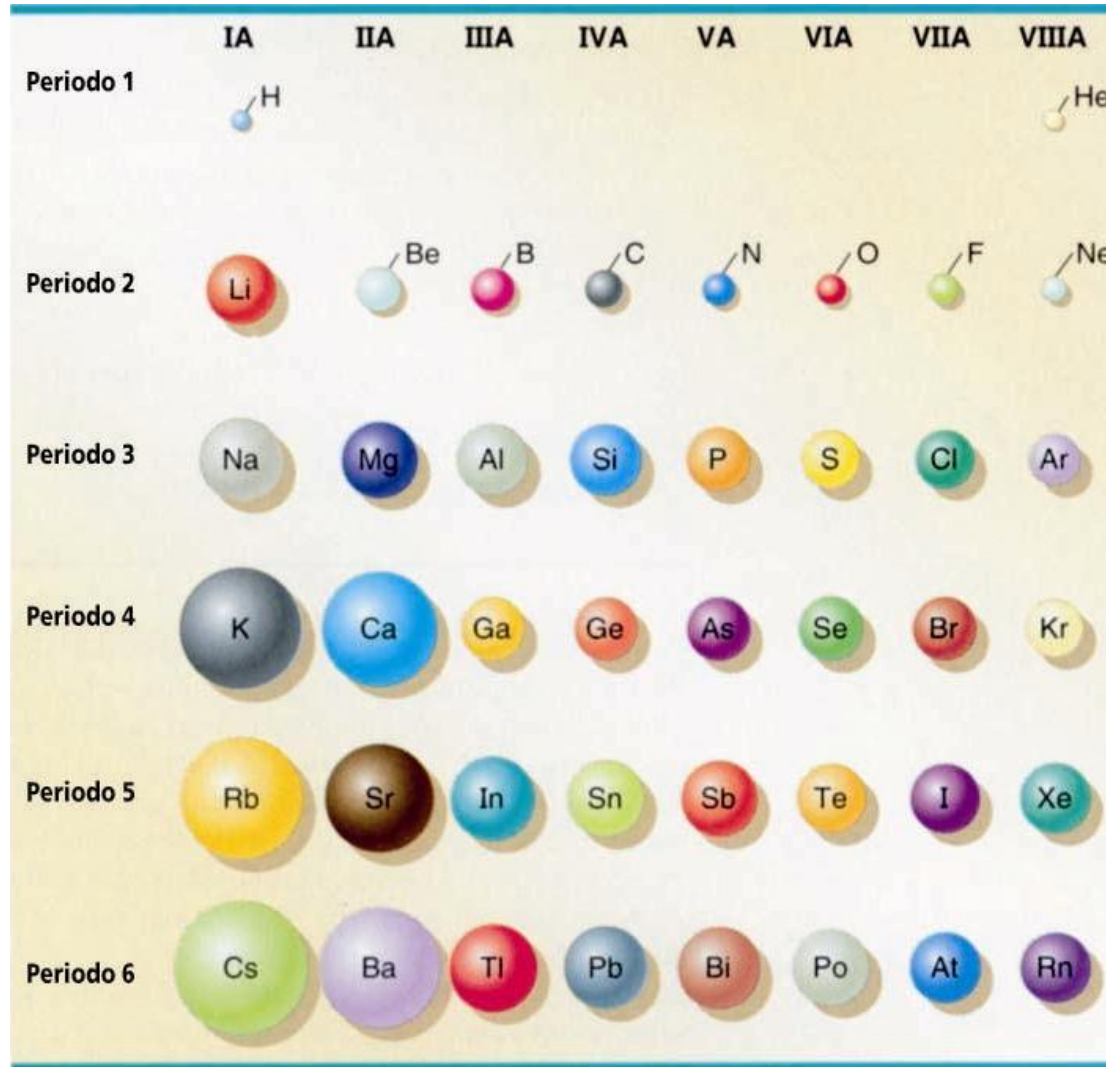
Raggi cationici: sempre molto più piccoli degli atomi da cui derivano

Gli ioni hanno dimensioni diverse da quelle degli atomi dai quali derivano



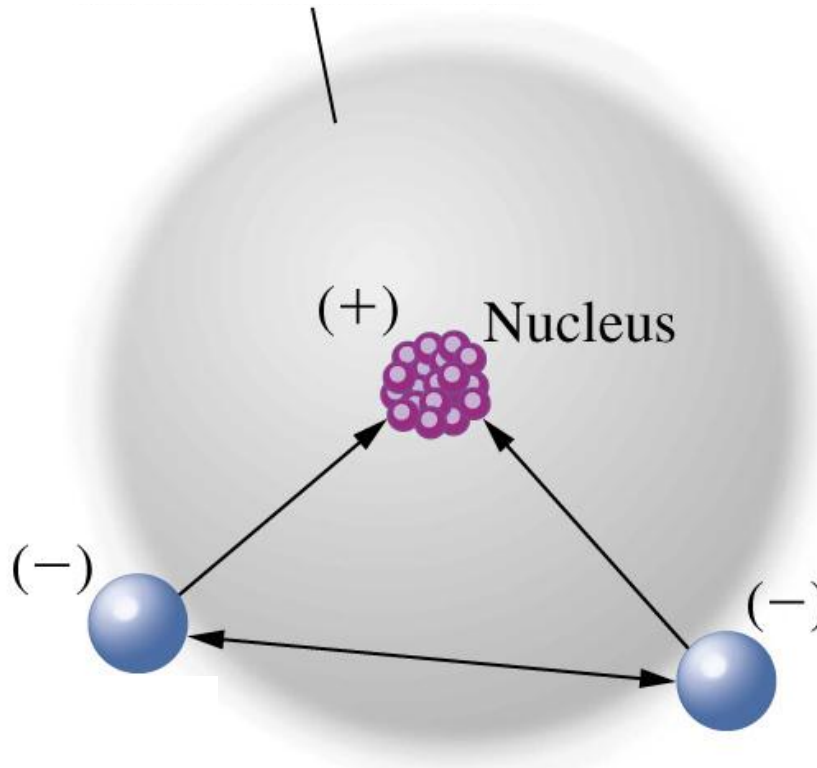
Raggi anionici: sempre molto più grandi degli atomi da cui derivano

Raggi atomici degli elementi dei gruppi principali



Effetto di schermo

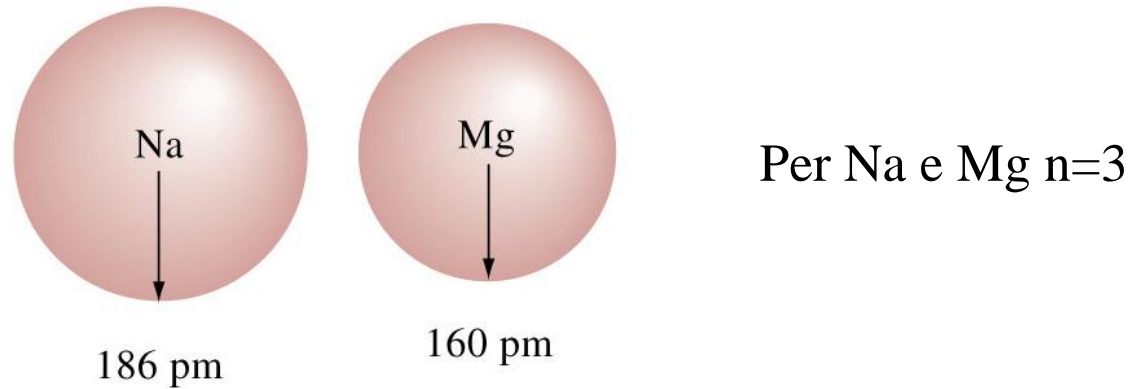
Gli elettroni dei livelli interni
schermano quelli esterni



$$Z_{\text{eff}} = Z - S$$

$$E_n = -R_H \frac{Z_{\text{eff}}^2}{n^2}$$

Gli elettroni del livello esterno (o di valenza)
risentono di una carica efficace ridotta, Z_{eff}

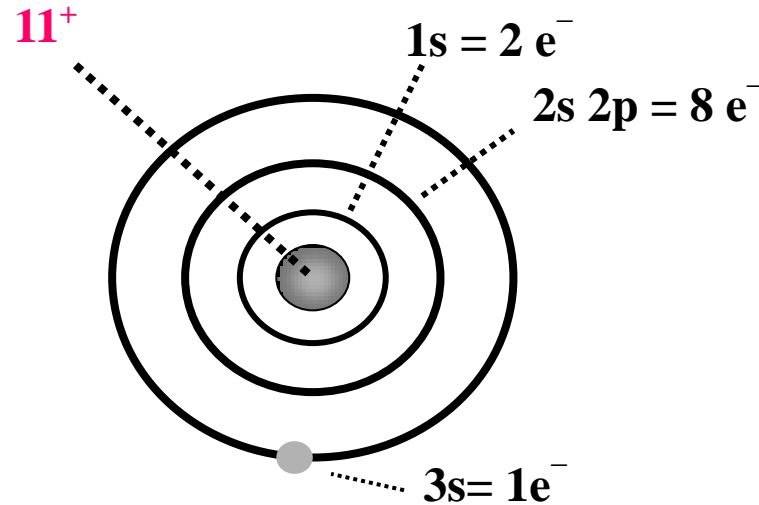


Le dimensioni della nuvola elettronica dipendono innanzitutto da n , numero quantico principale, che definisce il livello degli orbitali.

Per atomi che hanno lo stesso valore di n , come sempre si verifica **per gli elementi di una stessa riga** (o periodo), il volume sarà tanto più grande quanto più sarà piccolo l'effetto schermante, **ovvero le dimensioni diminuiscono all'aumentare del numero atomico**. Il sodio ($Z = 11$), ad esempio, è più piccolo del magnesio ($Z = 12$).

Gli elettroni interni schermano quelli esterni

Atomo di sodio

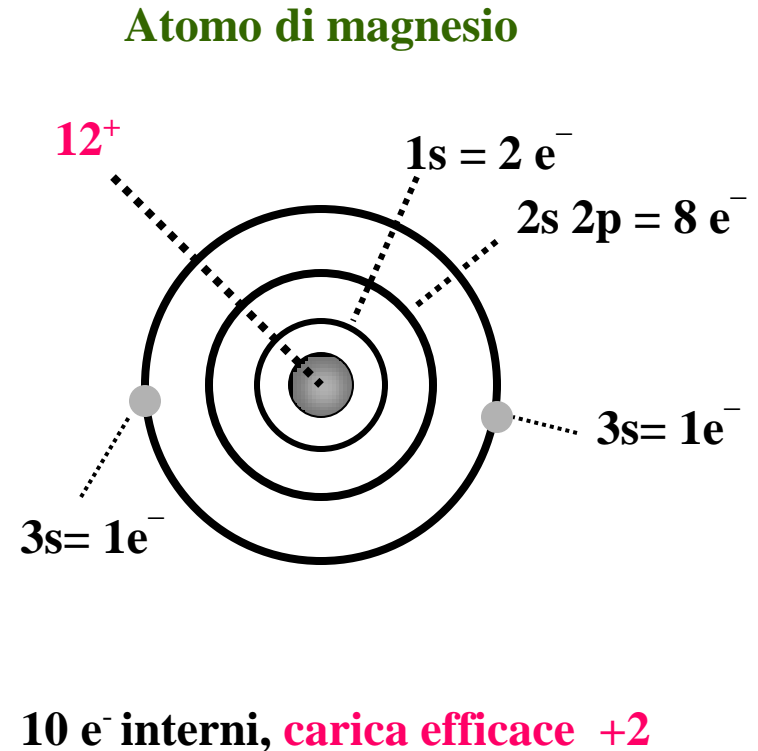


$10 e^-$ interni, **carica efficace +1**

Gli elettroni dei livelli 1 e 2 schermano molto efficacemente la carica nucleare, e in modo approssimato si può ritenere che l'elettrone 3s risentirà di una carica efficace +1

Solo gli elettroni dei livelli interni schermano quelli esterni

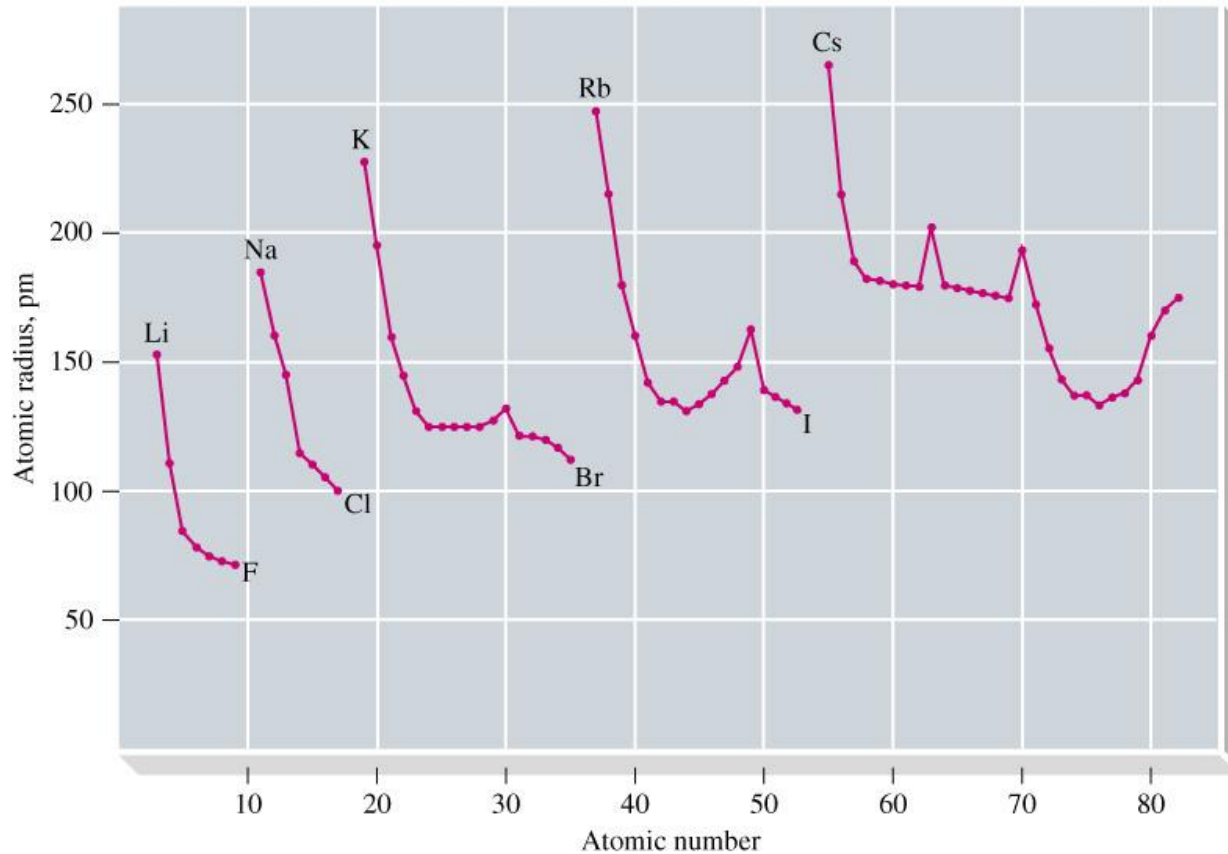
Consideriamo ora l'atomo di magnesio. Dato che il numero atomico è 12, ha un nucleo con carica $+12$ (12 protoni) e 12 elettroni, con configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Anche in questo caso gli elettroni dei livelli 1 e 2 schermano molto efficacemente la carica nucleare, ma gli elettroni dell'orbitale 3s hanno un effetto schermante trascurabile, così che in modo approssimato possiamo ritenere che ciascuno di essi risentirà di una carica efficace $+2$ ($= 12-10$).



Gli elettroni dello stesso livello hanno un piccolo effetto schermante

In una riga la carica nucleare efficace aumenta da sinistra a destra

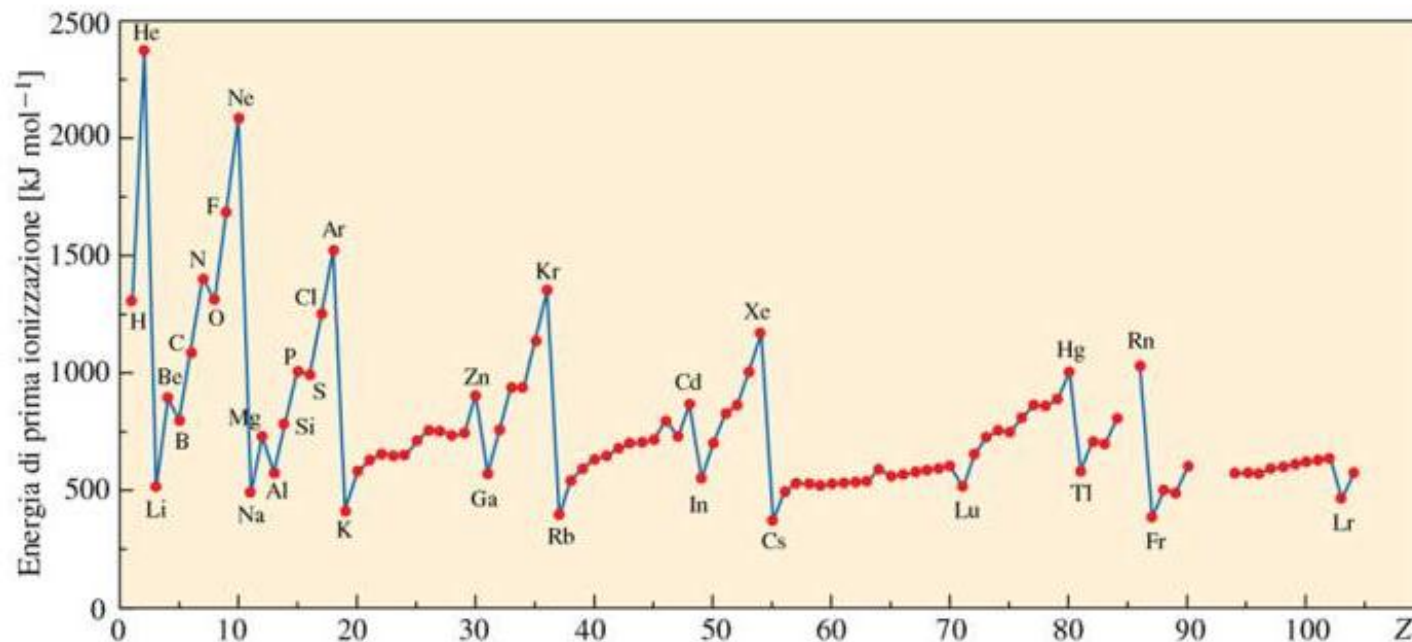
Volume atomic



Diminuisce procedendo lungo una riga

Aumenta lungo una colonna

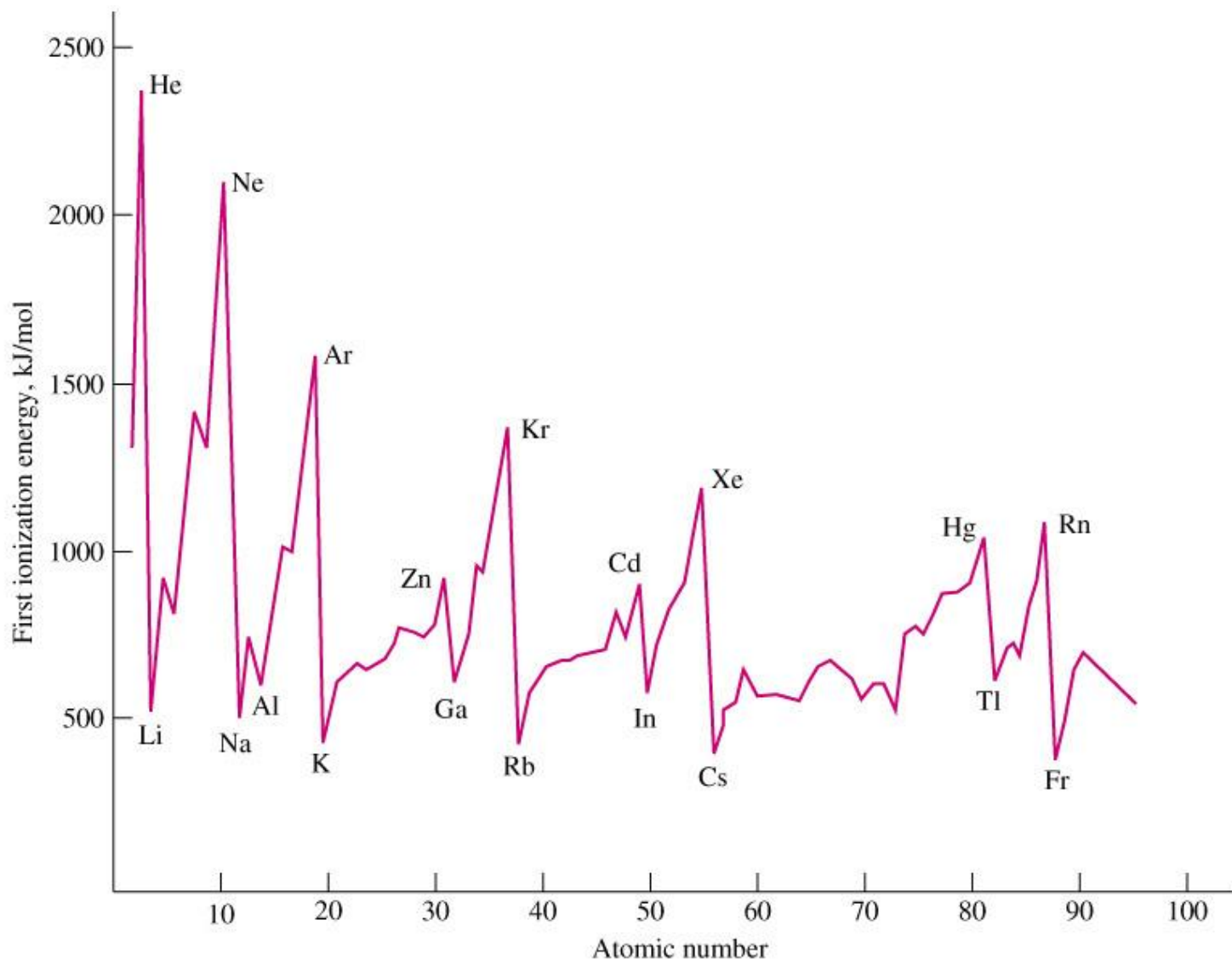
Energia di **prima** ionizzazione



Aumenta lungo una riga

Diminuisce lungo una colonna

Energia di **prima** ionizzazione

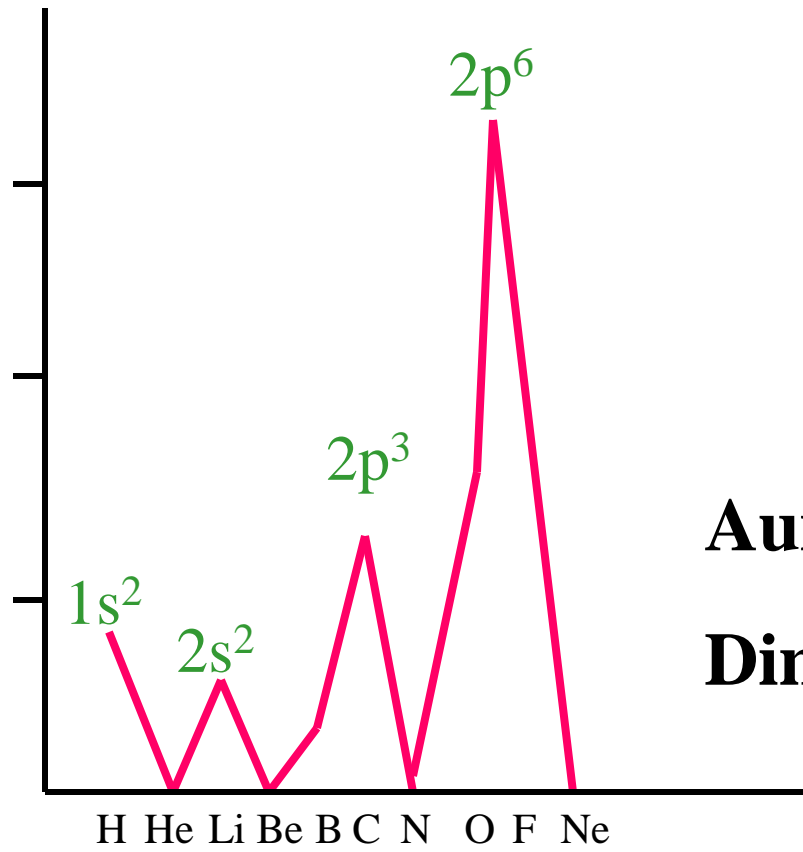


Energie di ionizzazione degli elementi dei gruppi principali



	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 1312							He 2372
2	Li 520	Be 899	B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
3	Na 496	Mg 738	Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
4	K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351
5	Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 503	Tl 589	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 926	Rn 1037

Affinità elettronica



Aumenta lungo una riga

Diminuisce lungo una colonna

Elettronegatività: tendenza di un atomo ad attirare elettroni quando è legato a un altro atomo

$$E_N = (AE + EI) / 2$$

Aumenta lungo la riga, diminuisce lungo la colonna

IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
Li 1.0	Be 1.5												B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.1-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac-No 1.1-1.7															

Il fluoro è l'elemento più elettronegativo

Proprietà periodiche degli elementi

